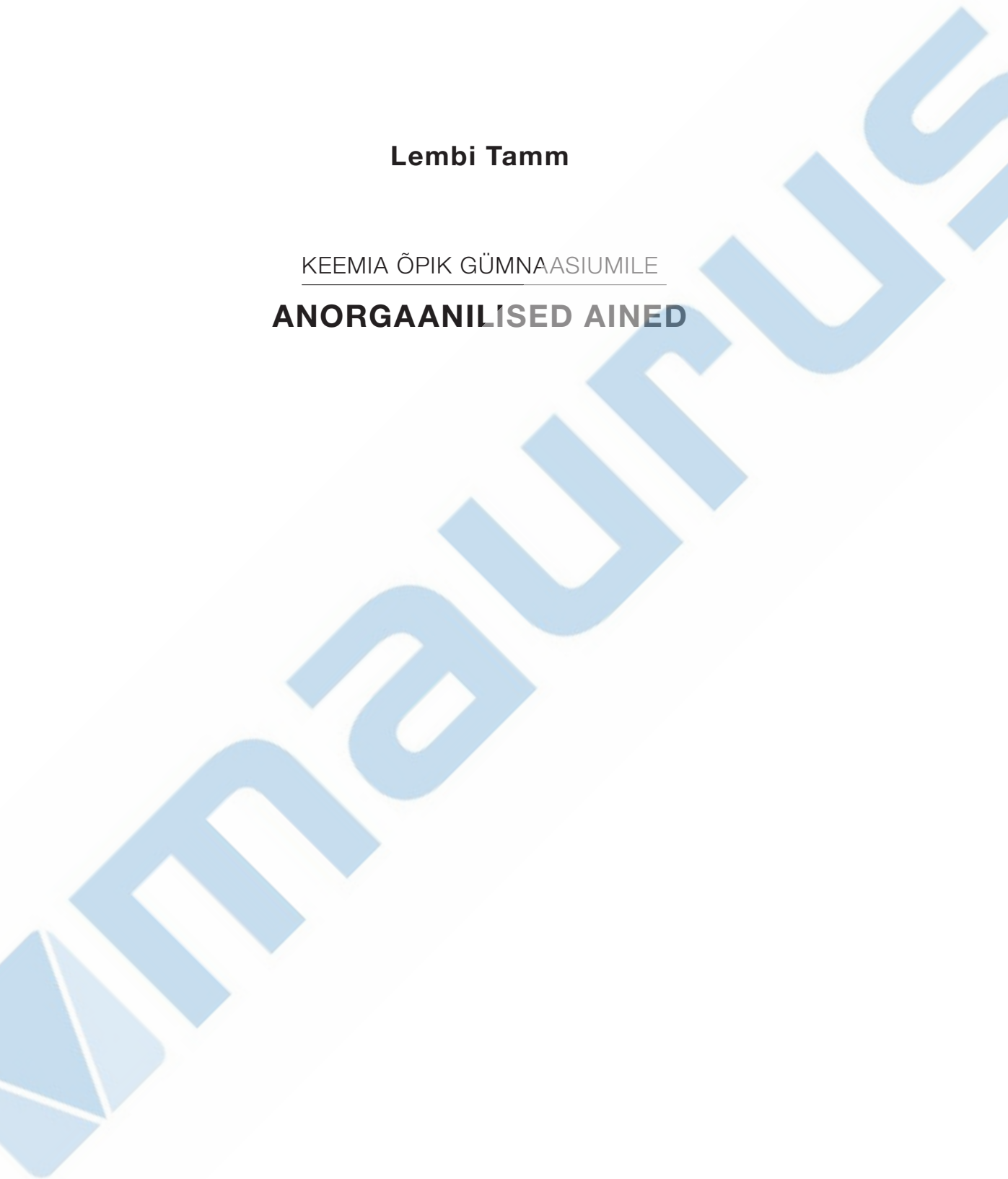


**Lembi Tamm**

KEEMIA ÕPIK GÜMNAASIUMILE

**ANORGAANILISED AINED**



Lembi Tamm  
KEEMIA ÕPIK GÜMNAASIUMILE  
**ANORGAANILISED AINED**

Retsensendid: Erika Jüriado, Martin Saar  
Toimetaja: Andrus Kangro  
Keeletoimetaja: Piret Pöldver  
Joonised: Heiko Unt  
Molekulmudelid: Tarmo Tamm  
Kujundus: Heiko Unt

#### Fotod

Basf Press Photos 54  
Corbis Images 15, 24, 77, 79, 91, 134, 163  
Evonik Industries Images 104  
Fundamental Photographs 14, 20, 28, 94, 100, 101, 120, 139, 144, 159, 164, 165  
Scanpix 103  
Siemens Pictures 66  
Shutterstock Images 8, 9, 10, 11, 22, 37, 38, 39, 41, 42, 43, 49, 54, 55, 67, 68, 84,  
88, 101, 102, 103, 104, 115, 123, 124, 126, 136, 150, 162  
World Aluminium Images 67

**Maurus Kirjastus OÜ**, 2014

ISBN 978-9949-9610-3-0

Adress: Tartu mnt 74, 10144, Tallinn, üldnumber: 697 1011

[www.kirjastusmaurus.ee](http://www.kirjastusmaurus.ee)

e-post: [tellimine@kirjastusmaurus.ee](mailto:tellimine@kirjastusmaurus.ee)

*Kõik õigused käesolevale väljaandele on seadusega kaitstud. Ilma autoriõiguse omaniku kirjaliku loata pole lubatud ühtki selle väljaande osa paljundada ei mehaanilisel, elektroonilisel ega muul viisil.*

# ANORGAANILISED AINED

**Lembi Tamm**



## I. METALLID

<b>1. METALLIDE OMADUSED</b>	<b>8</b>
1.1. METALLIDE FÜÜSIKALISED OMADUSED	8
<b>Metallide füüsikaliste omaduste võrdlus</b>	<b>9</b>
1.2. METALLIDE REAGEERIMINE MITTEMETALLIDEGA	13
<b>Metallide aktiivsuse võrdlus reageerimisel mittemetallidega</b>	<b>13</b>
<b>Metallide reageerimine hapnikuga</b>	<b>15</b>
<b>Metalli reageerimine mittemetalliga kui redoksreaktsioon</b>	<b>17</b>
1.3. METALLIDE PINGERIDA	19
<b>Metallide reageerimine hapete lahustega</b>	<b>20</b>
<b>Metallide reageerimine veega</b>	<b>23</b>
<b>Metallide reageerimine vähemaktiivsete metallide soolade lahustega</b>	<b>27</b>
1.4. ARVUTUSI REAKTSIOONIVÕRRANDITE PÕHJAL	30
<b>Arvutustulemuste täpsus</b>	<b>30</b>
<b>Moolarvutused ühe reaktsioonis osaleva aine hulga järgi</b>	<b>30</b>
<b>Arvutused ühe aine liia korral</b>	<b>33</b>
<b>2. METALLIDE TOOTMINE JA RAKENDUSI PRAKTIKAS</b>	<b>37</b>
2.1. METALLIDE SAAMINE MAAGIST	37
<b>Metallide looduslikud ühendid – mineraalid</b>	<b>37</b>
<b>Metalliühendite keemiline redutseerimine</b>	<b>40</b>
<b>Keemiliste protsesside saagis</b>	<b>43</b>
2.2. METALLIDE SAAMINE ELEKTROLÜÜSIL	45
<b>Elektrolüüsi põhimõte</b>	<b>45</b>
<b>Sulatatud naatriumkloriidi elektrolüüs</b>	<b>47</b>
2.3. METALLIDE KORROSION, KORROSIONITÕRJE	49
<b>Metallide korrosiooni põhimõte</b>	<b>49</b>
<b>Keemiline korrosioon</b>	<b>50</b>
<b>Elektrokeemiline korrosioon</b>	<b>51</b>
<b>Metallide korrosioonitõrje</b>	<b>52</b>

1. Mo

Metallide  
omadused

2. Tr

Metallide tootmine  
ja rakendusi  
praktikas

2.4. KEEMILISED VOOLUALLIKAD	57
<b>Keemiliste vooluallikate tööpõhimõte</b>	<b>57</b>
<b>Tähtsamaid keemilisi vooluallikaid</b>	<b>59</b>
2.5. METALLISULAMID	64
<b>Sulamite üldiseloostus</b>	<b>64</b>
<b>Tuntumaid sulameid</b>	<b>66</b>
2.6. ARVUTUSI SEOSIS LISANDITE, SAAGISE JA KAOGA	69
<b>Lähteainetes sisalduvate lisandite arvestamine</b>	<b>69</b>
<b>Arvutusi saagiseprotsendi ja reaktsioonis esineva kao põhjal</b>	<b>72</b>

## II. MITTEMETALLID

<b>3. MITTEMETALLIDE OMADUSED JA ISELOOMULIKUD ÜHENDID</b>	<b>76</b>
3.1. MITTEMETALLIDE STRUKTUUR JA FÜÜSIKALISED OMADUSED	76
3.2. MITTEMETALLIDE KEEMILISED OMADUSED	82
<b>Mittemetallide keemilise aktiivsuse võrdlus</b>	<b>82</b>
<b>Mittemetalliliste elementide oksüdatsiooniasemed ühendites</b>	<b>84</b>
<b>Mittemetallilised elemendid looduses</b>	<b>88</b>
3.3. MITTEMETALLIDE ISELOOMULIKKE ÜHENDEID	90
<b>Oksiidid</b>	<b>90</b>
<b>Hapnikhapped</b>	<b>95</b>
<b>Tähtsamad hapnikhapete soolad</b>	<b>100</b>
3.4. ARVUTUSI SEOSIS REAKTSIOONIDEGA LAHUSTES	107
<b>Arvutused lahuste molaarse kontsentratsiooni põhjal</b>	<b>107</b>
<b>Arvutusi kristallhüdraatide korral</b>	<b>110</b>



## 4. MITTEMETALLE JA NENDE ÜHENDEID

4.1. VESINIK	114
<b>Üldiseloostus</b>	<b>114</b>
<b>Vesiniku keemilised omadused</b>	<b>115</b>
<b>Vesiniku ühendeid</b>	<b>116</b>
<b>Vesiniku saamine</b>	<b>118</b>
<b>Vesiniku ja tema ühendite kasutusvaldkondi</b>	<b>119</b>
4.2. VIIA RÜHM. HALOGEENID	119
<b>Üldiseloostus</b>	<b>119</b>
<b>Halogeenide keemilised omadused</b>	<b>120</b>
<b>Halogeeniühendeid</b>	<b>123</b>
<b>Kloori saamine</b>	<b>125</b>
<b>Kloori kasutusvaldkondi, halogeeniühendid looduses</b>	<b>126</b>
4.3. VIA RÜHM. HAPNIK JA VÄÄVEL	127
<b>Üldiseloostus</b>	<b>127</b>
<b>Hapniku ja väävli keemiliste omaduste võrdlus</b>	<b>128</b>
<b>Hapniku ja väävli ühendeid</b>	<b>129</b>
<b>Hapniku ja väävli saamine</b>	<b>134</b>
<b>Hapniku, väävli ja nende ühendite kasutusvaldkondi ning roll looduses</b>	<b>135</b>
4.4. VA RÜHM. LÄMMASTIK JA FOSFOR	137
<b>Üldiseloostus</b>	<b>137</b>
<b>Lämmastiku ja fosfori keemiliste omaduste võrdlus</b>	<b>138</b>
<b>Lämmastiku ja fosfori ühendeid</b>	<b>139</b>
<b>Lämmastiku ja fosfori saamine</b>	<b>146</b>
<b>Lämmastiku, fosfori ja nende ühendite kasutusvaldkondi ning roll looduses</b>	<b>146</b>
4.5. IVA RÜHM. SÜSINIK JA RÄNI	148
<b>Üldiseloostus</b>	<b>148</b>
<b>Süsiniku ja räni keemilised omadused ning üendid</b>	<b>149</b>
<b>Süsiniku ja räni kasutusvaldkondi</b>	<b>150</b>

## 5. ÜLESANDEID, LISALUGEMIST, KATSEID



5.1. REDOKSREAKTSIOONI VÕRRANDI TASAKAALUSTAMINE	151
5.2. AMFOTEERSED HÜDROKSIIDID, METALLIDE REAGEERIMINE	155
LEELISTE LAHUSTEGA	
<b>Amfoteersed hüdroksiidid</b>	<b>155</b>
<b>Metallide reageerimine leelise lahusega</b>	<b>157</b>
<b>Kompleksühendid</b>	<b>157</b>
5.3. ELEKTROKEEMILISTE PROTSESSIDE RAKENDUSI	159
<b>Naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüs</b>	<b>159</b>
<b>Vee elektrolüüs</b>	<b>160</b>
<b>Igapäevaelus kasutatavaid keemilisi vooluallikaid</b>	<b>161</b>
5.4. IOONIDE TÕESTUSREAKTSIOONE	163
<b>Katioonide tõestamine</b>	<b>163</b>
<b>Anioonide tõestamine</b>	<b>165</b>
<b>Keemia põhimõisteid ja termineid</b>	<b>167</b>
<b>Keemiliste elementide perioodilisustabel</b>	<b>175</b>
<b>Metallide elektrokeemilise aktiivsuse rida</b>	<b>176</b>
<b>Hüdroksiidide ja soolade lahustuvus vees</b>	<b>176</b>

# I. METALLID

## 1. METALLIDE OMADUSED

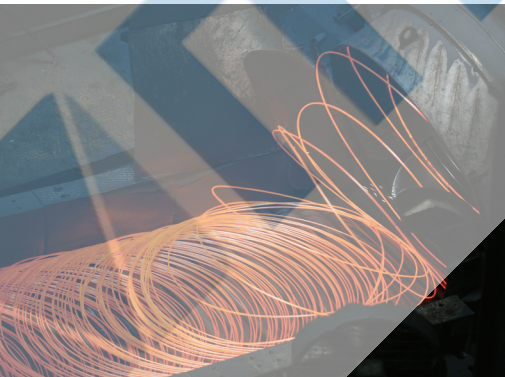
### 1.1. METALLIDE FÜÜSIKALISED OMADUSED

Metalle on kerge ära tunda nende **iseloomulike omaduste** järgi. Enamik metalle on tahked ained, mis peegeldavad hästi valgust ning on hea elektri- ja soojusjuhtivusega. Metallide iseloomulikud füüsilised omadused on tingitud metallides esinevast **metallilisest sidemest**, mis võimaldab väliskihi elektronidel suhteliselt vabalt liikuda ühe aatomi juurest teise juurde. Metallilise sideme tõttu on metallid plastilised, aatomid saavad üksteise suhtes nihkuda, ilma et metallikristall seejuures puruneks. Metalle saab seetõttu suhteliselt kergesti töödelda – painutada, venitada ja valtsida, saamaks vajaliku kujuga esemeid.

Metallide ühised iseloomulikud omadused ei avaldu kõigil metallidel siiski võrdsel määral. Olenevalt metalliliste elementide elektronstruktuurist ja metallikristalli ehitusest võivad metallide omadused varieeruda laiades piirides.

▶ 1.1. Metall kasutamine peeglina

▼ 1.2. Metallitöötlemine





### Metallide elektri juhtivus

Parimad elektri- ja soojusjuhid on **hõbe, vask** ning **kuld**. Nende aatomite väliskihis on 1 paardumata elektron. Ka **leelis-** **metallid** on väga head elektri juhid, nendegi aatomite väliskihis on vaid 1 elektron. Suure keemilise aktiivsuse tõttu pole aga leelismetallid praktiliseks kasutamiseks sobivad.

Küllaltki hästi juhivad elektrit ka metallid, mille aatomite väliskihis on 3 elektroni (tuntuim nendest on **alumiinium**). Enamikul siirdemetallidest on aatomite väliskihis 2 elektroni (elektronipaar). Need metallid juhivad elektrit suhteliselt halvemini, paljud neist kuumenevad elektrivoolu toimetel. Selliseid suure elektritakistusega metalle saab seetõttu kasutada elektrikuttekehade ja elektrilampide hõõgniidi materjalina.

#### ► 1.3. Metallide kasutamine elektri juhtina

### Metallide plastilisus

Metallid on seda plastilisemad, mida suurem on nendes metallilise sideme osatähtsus. Kõige puhtamal kujul esineb metalliline side **leelis-** ja **leelismuldmetallides**. Seejärel on need metallid üsna pehmed, neid on võimalik kergesti noaga lõigata.

Vähemaktiivsetes metallides, eriti enamikus siirdemetallides on küllaltki suur osatähtsus kovalentsetel sidemetel (siirdemetallides moodustavad kovalentseid sidemeid aatomite eelviimase kihi *d*-alakihi elektronid). Sellised metallid on küllaltki kõvad ja suhteliselt haprad. Üks kõvemaid metalle on **kroom**.

### Metallide sulamistemperatuur

Ka metallide sulamistemperatuur oleneb suurel määral sellest, milline on metallilise sideme osatähtsus metallis. Metalliline side on suhteliselt nõrk. Valdavalt metallilise sidemega metallid, **leelis-** ja **leelismuldmetallid**, on seetõttu küllaltki madala sulamistemperatuuriga. Kuna aatomiraadiuse kasvades metalliline side järjest nõrgeneb, siis A-rühmade metallide sulamistemperatuur rühmas ülevalt alla üldreeglina alaneb.

Kõige kõrgema sulamistemperatuuriga on tüüpilised 5. ja 6. perioodi siirdemetallid, eelkõige need, mis paiknevad siirdemetallide reas rohkem keskel. Nendes metallides on aatomitevaheliste kovalentsete sidemete osatähtsus eriti suur. Kõrgeima sulamistemperatuuriga metall on volfram, väga kõrge sulamistemperatuuriga on ka tantaal, niobium, molübdeen ja mitmed teised siirdemetallid.



IIB rühma metallidel tsingil, kaadmiumil ja elavhõbedal on aga erandina palju madalam sulamistemperatuur. Selle alarühma metallid ei käitu tüüpiliste siirdemetallidena. Elavhõbe on üldse kõige madalama sulamistemperatuuriga metall ( $t_{\text{sul}} = -36\text{ °C}$ ).

- **1.4.** Raua sulatamine (puhta raua sulamistemperatuur on üle  $1500\text{ °C}$ )



TABEL 1.1. Metallide sulamistemperatuuride võrdlus

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA
<b>2. periood</b>	Li	Be													
<b>3. periood</b>	Na	Mg											Al		
<b>4. periood</b>	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	
<b>5. periood</b>	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb
<b>6. periood</b>	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi

Metallid sulamistemperatuuriga kuni  $100\text{ °C}$  on tabelis tähistatud **punase värvusega**;  
 sulamistemperatuuriga  $100\text{--}500\text{ °C}$  on tähistatud **beeži värvusega**;  
 sulamistemperatuuriga  $500\text{--}1000\text{ °C}$  on tähistatud **rohelise värvusega**;  
 sulamistemperatuuriga  $1000\text{--}1500\text{ °C}$  on tähistatud **sinise värvusega**;  
 sulamistemperatuuriga  $1500\text{--}2000\text{ °C}$  on tähistatud **violetse värvusega**;  
 sulamistemperatuuriga üle  $2000\text{ °C}$  on tähistatud **musta värvusega**.

### Metallide tihedus

Metallide tihedust mõjutavad mitmed tegurid – eelkõige vastava elemendi aatommass, kuid mõnevõrra ka aatomiraadius ja metalli kristallivõre ehitus. Kuna aatommass perioodilisustabeli rühmades ülevalt alla tugevasti suureneb, siis metallide tihedus kasvab üldreeglina samas suunas. Eriti suure tihedusega on 6. perioodi siirdemetallid (osmium jt).

Tinglikult liigitatakse metalle kergeteks (tihedus alla  $5,0 \text{ g/cm}^3$ ), mõõdukalt rasketeks (tihedus vahemikus  $5,0\text{--}10,0 \text{ g/cm}^3$ ) ja üliasketeks (tihedus üle  $10,0 \text{ g/cm}^3$ ). Metalltoodete valmistamiseks eelistatakse enamasti võimalikult kergeid (väikese tihedusega) metalle. Tuntumad kergmetallid on alumiinium, magneesium ja titaan (viimane on ka keemiliselt väga vastupidav).

### ▲ 1.5. Kergmetalli kasutamine

TABEL 1.2. Metallide tiheduste võrdlus

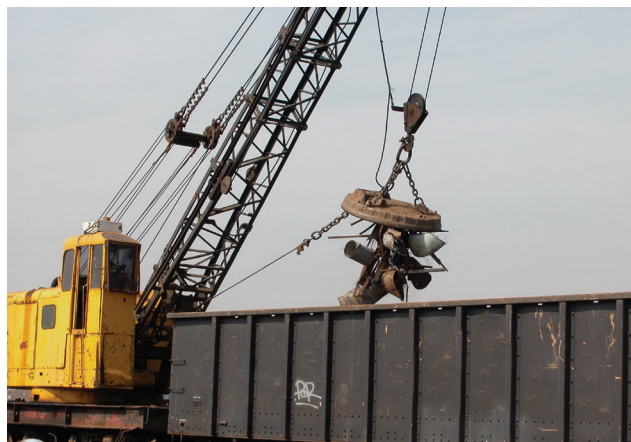
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA
2. periood	Li	Be													
3. periood	Na	Mg											Al		
4. periood	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	
5. periood	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb
6. periood	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi

Metallid tihedusega kuni  $2,0 \text{ g/cm}^3$  on tabelis tähistatud **punase värvusega**;  
 tihedusega  $2,0\text{--}5,0 \text{ g/cm}^3$  on tähistatud **rohelise värvusega**;  
 tihedusega  $5,0\text{--}10,0 \text{ g/cm}^3$  on tähistatud **sinise värvusega**;  
 tihedusega  $10,0\text{--}15,0 \text{ g/cm}^3$  on tähistatud **violetse värvusega**;  
 tihedusega üle  $15,0 \text{ g/cm}^3$  on tähistatud **musta värvusega**.

### Metallide magnetilised omadused

Mõnedel metallidel avalduvad ka magnetilised omadused. Tuntuim nendest on raud. Magnetiliste omadustega on ka koobalt, nikkel ja nende metallide sulamid.

### ► 1.6. Raul avalduvad magnetilised omadused





## KOKKUVÕTE

- Metallide **iseloomulikud füüsikalised omadused** (metalne läige, hea elektri- ja soojusjuhtivus, plastilisus) on tingitud metallides esinevast metallilisest sidemest.
- Parimad **elektrijuhid** on hõbe, vask ja kuld. Suhteliselt hea elektrijuht on ka alumiinium.
- Suhteliselt **madala sulamistemperatuuriga** on leelismetallid, nendes esineb valdavalt metalliline side. **Kõrgeima sulamistemperatuuriga** on 5. ja 6. perioodi siirdemetallid, milles on suur osatähtsus kovalentsel sidemetel (volfram jt).
- **Metallide tihedus** üldreeglina kasvab rühmas ülevalt alla (aatommassi kasvu tõttu). Praktikas olulised **kergetmetallid** (väikese tihedusega metallid) on alumiinium, magneesium ja titaan.  
**Suurima tihedusega** on eelkõige 6. perioodi siirdemetallid (osmium jt).

## KÜSIMUSED

1. Selgitage metallide plastilisust (head töödeldavust), lähtudes metallides esineva metallilise sideme iseärasustest.
2. Põhjendage metallide head elektri- ja soojusjuhtivust.
3. Millised metallid on parimad elektrijuhid? Millised neist sobivad elektrijuhtmete valmistamiseks?
4. Millised metallid on vedelas olekus a) temperatuuril 30 °C, b) temperatuuril 100 °C, c) temperatuuril 300 °C?
5. Miks on leelismetallid palju pehmemad ja madalama sulamistemperatuuriga kui enamik teisi metalle?
6. Põhjendage tüüpiliste siirdemetallide suurt kõvadust ja kõrget sulamistemperatuuri.
7. Millised kergetmetallid (tihedus alla 5,0 g/cm<sup>3</sup>) sobivad kasutamiseks materjalina seadmete või tarbeesemete valmistamisel?



Enamik metalle võib sobivates tingimustes reageerida mittemetallidega. Need reaktsioonid kulgevad väga erineva kiirusega, olenevalt temperatuurist ja lähteainete aktiivsusest. Reaktsiooni saadusena tekivad vastavate metallide oksiidid, kloriidid, sulfiidid vm **binaarsed ühendid**.

### Binaarsed ühendid

**Binaarseteks ühenditeks** nimetatakse ühendeid, mis koosnevad **ainult kahe elemendi aatomitest**.

Metallilise ja mittemetallilise elemendi binaarse ühendi nimetuses ja valemis märgitakse mittemetalliline, s.t **elektronegatiivsem element** alati viimasena ja selle elemendi nimetusele lisatakse **lõpp -iid**, nt kaltsium**oksiid** (CaO), naatrium**kloriid** (NaCl), raud(II)**sulfiid** (FeS) jt.

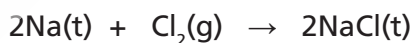
Reegel, et binaarses ühendis märgitakse elektronegatiivsem element viimasena, kehtib üldreeglina ka mittemetalliliste elementide omavaheliste ühendite korral, nt lämmastik**oksiid** (NO), vesinik**kloriid** (HCl), süsinikdi**sulfiid** (CS<sub>2</sub>). Mittemetalliliste elementide binaarsete ühendite valemite kirjutamisel on siiski ka mõningaid ajalooliselt kujunenud erandeid, nt NH<sub>3</sub> ja CH<sub>4</sub> (ammoniaak ehk vesinik**nitriid** ja metaan ehk vesinik**karbiid**).

## METALLIDE AKTIIVSUSE VÕRDLUS REAGEERIMISEL MITTEMETALLIDEGA

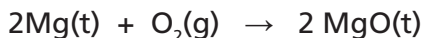
Metall reageerib mittemetallidega seda aktiivsemalt, mida metallilisem ta on, s.t mida kergemini tema aatomid loovutavad oma väliskihi elektrone. Elemendi metallilisus on määratud tema aatomiehitusega ja järelkult selle elemendi asukohaga perioodilisustabelis. **Elementide metallilisus suureneb perioodides paremalt vasakule ja A-rühmades ülevalt alla** (siirdemetallide aktiivsus rühmas ülevalt alla üldreeglina väheneb).

### Aktiivsed metallid (leelis- ja leelismuldmetallid)

Aktiivsete metallide ja aktiivsete mittemetallide (kloori, hapniku jt) vahelised reaktsioonid toimuvad üsna energiliselt juba tavatingimustes, eriti aktiivselt aga kuumutamisel.



Ka magneesium, mis jääb aktiivsete ja vähemaktiivsete metallide piirile, reageerib kuumutamisel väga aktiivselt mittemetallidega, nt hapnikuga. Kuna magneesium põleb silmipimestavalt valge leegiga, on seda reaktsiooni kasutatud valgustamiseks fotografeerimisel.



► **1.7.** Magneesiumi põlemine õhus



### Vähemaktiivsed metallid

Suurem osa metalle, sh ka praktikas enamkasutatavad metallid raud, alumiinium, tina, plii, tsink, kroom, vask jpt, kuuluvad nn vähemaktiivsete metallide hulka.

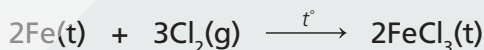
Vähemaktiivsed metallid on mittemetallide suhtes küllaltki vastupidavad. Tavatingimustes nad mittemetallidega enamasti praktiliselt ei reageerigi või toimub see reaktsioon väga aeglaselt. Kuumutamisel võib reaktsioon aga olenevalt lähteainete aktiivsusest kulgeda üsna aktiivselt. Näiteks alumiiniumi ja väävli vaheline reaktsioon kulgeb kuumutamisel väga aktiivselt (reaktsioon on eksotermiline).



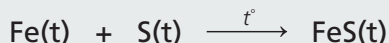
Paljud metallid, eriti siirdemetallid, saavad moodustada ühendeid erinevates oksüdatsiooniastmetes. Metallid reageerimisel mittemetalliga tekib enamasti ühend, milles metall on oma kõige püsivamas oksüdatsiooniastmes. Tuntumate metallide püsivaimad oksüdatsiooniastmed ühendites on toodud lk 174.

### Raua oksüdatsiooniastmed ühendites mittemetallidega

Raud võib moodustada mittemetallidega ühendeid nii oksüdatsiooniastmes III kui ka II, olenevalt mittemetalli aktiivsusest. Raua reageerimisel **klooriga** tekib raud(III)kloriid, sest kloor on väga tugev oksüdeerija.



Raua reageerimisel **väävliga** tekib aga raud(II)sulfiid, sest väävel on palju vähem aktiivne (s.t palju nõrgem oksüdeerija) kui kloor.



1. **Mo**

Metallide  
omadused

## Väga vähe aktiivsed metallid ehk väärismetallid

Väärismetallid on oksüdeerumise suhtes eriti vastupidavad, seepärast nimetataksegi neid väärismetallideks. Ka kuumutamisel nad enamiku mittemetallidega, sh hapnikuga ei reageeri.

Igapäevaelus tuntumad väärismetallid on kuld, plaatina ja hõbe, keemiliselt püsivaim nendest on kuld.

## METALLIDE REAGEERIMINE HAPNIKUGA

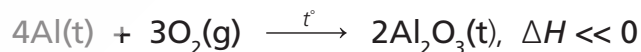
Hapnik on tavatingimustes kõige levinum ja tugevam oksüdeerija. Seetõttu on väga oluline tunda praktikas kasutatavate metallide vastupidavust hapniku suhtes. Õhuhapniku toimel moodustub enamiku vähemaktiivsete metallide (Al, Zn, Cr, Mn jpt) pinnale **õhuke tihedat oksiidikihti**, mis takistab metalli edasist oksüdeerumist.

Oksiidikihi tõttu võib metall kaotada läike ja muutuda tuhniks.



▲ 1.8. Plii ja tina kaotavad oksiidikihi tõttu oma metalse läike ja muutuvad tumedaks

Kõrgematel temperatuuridel oksiidikiht metalle enam ei kaitse ja reaktsioon võib kulgeda küllaltki aktiivselt. Tavatingimustes hapniku suhtes hästi vastupidav alumiinium reageerib kuumutamisel aktiivselt hapnikuga, eraldades palju soojust.



Paljude suhteliselt aktiivsemate metallide (Fe, Cr jt) värskest valmistatud peeneteraline pulber, mis pole jõudnud veel pinnalt oksüdeeruda, on palju aktiivsem kui oksiidikihiga kattunud metall. Seetõttu tuleb metallide mehaanilisel töötlemisel olla ettevaatlik, sest tekkiv metallipuru võib õhus kergesti süttida.

TABEL 1.3. Tuntumate metallide püsivamaid okside

A-rühmade metallide püsivamaid okside\*

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA
2. periood	Li <sub>2</sub> O	BeO			
3. periood	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
4. periood	KO <sub>2</sub>	CaO	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	
5. periood	RbO <sub>2</sub>	SrO	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SnO <sub>2</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
6. periood	CsO <sub>2</sub>	BaO <sub>2</sub>	Tl <sub>2</sub> O	PbO Pb <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

\* Enamikule leelismetallidele ja mõnele leelismuldmetallile pole iseloomulikud mitte oksiidid, vaid peroksiidid (tähistatud **roheline värvusega**) või hüperoksiidid (tähistatud **sinise värvusega**).

## 4. perioodi siirdemetallide püsivamaid okside

IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB		IB	IIB	
Sc <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	TiO <sub>2</sub>	V <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	MnO <sub>2</sub>	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	CoO Co <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	NiO	Cu <sub>2</sub> O CuO	ZnO

1. Mo

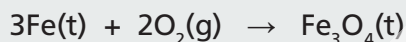
Metallide  
omadused



**Raua reageerimisel hapnikuga** võivad olenevalt tingimustest tekkida erinevad saadused. Niiskes õhus seismisel tekib raua pinnale poorne **roostekiht** (selle põhikoostisaine on raud(III)oksiid  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), mis ei takista hapniku ligipääsu metallile.

Raua roostetamist vaatleme lähemalt lk 49.

Õhus kuumutamisel moodustub raua pinnale aga nn **rauatagi** koostisega  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (seda ühendit võib vaadelda kui raud(II)- ja raud(III)-segaoksiidi  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ).



Rauatagi kiht on üsna õhuke ja tihe. Seetõttu muutub raud pärast kuumutamist roostetamise suhtes palju vastupidavamaks.

## METALLI REAGEERIMINE MITTEMETALLIGA KUI REDOKSREAKTSIOON

**Keemilistes reaktsioonides metallid alati loovutavad elektrone, s.t käituvad redutseerijana.**

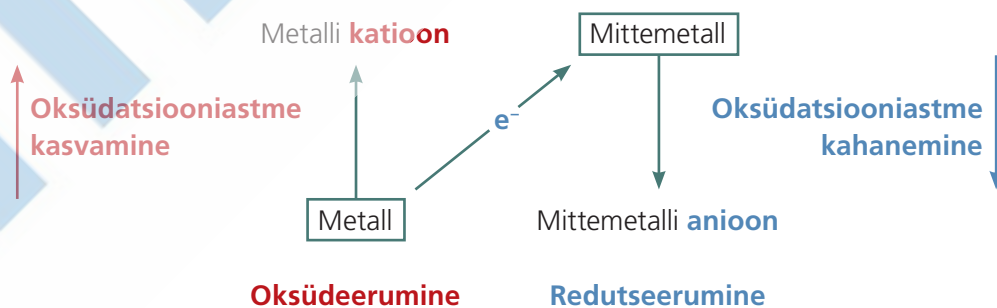
Oksüdeerijana võivad metallide suhtes käituda paljud ained, sealhulgas ka mittemetallid.

Metalli reaktsioon mittemetalliga on redoksreaktsioon, milles metall käitub redutseerijana.

Metalli aatomid loovutavad elektrone, muutudes **metalli kationideks**. Metallilise elemendi oksüdatsiooniaste seega kasvab.

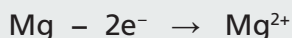
Mittemetalli aatomid liidavad elektrone, muutudes vastavateks **anioonideks**. Mittemetallilise elemendi oksüdatsiooniaste seega kahaneb.

### Metalli ja mittemetalli vahelise redoksreaktsiooni skeem

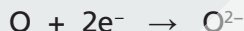


## Magneesiumi reageerimine hapnikuga

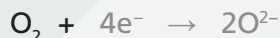
Magneesiumi aatom loovutab 2 elektroni, moodustades  $Mg^{2+}$ -iooni (magneesiumi oksüdatsiooniasenduse kasvab).



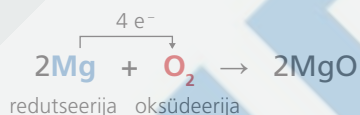
Hapniku aatom liidab 2 elektroni, moodustades  $O^{2-}$ -iooni (hapniku oksüdatsiooniasenduse kahaneb).



Lihtainena ei koosne hapnik mitte üksikaatomitest, vaid  $O_2$  molekulidest. Hapniku molekul liidab 4 elektroni ja temast tekib 2 oksiidiooni.



Kogu reaktsioonivõrrand tasakaalustatud kujul on järgmine:



Kaks Mg aatomit loovutavad reaktsioonis kokku 4 elektroni ja üks hapniku molekul liidab samuti 4 elektroni. **Redoksreaktsioonides on loovutatud elektronide arv alati võrdne liidetud elektronide arvuga.**

Redoksreaktsioonide tasakaalustamise põhimõtteid käsitletakse põhjalikumalt õpiku lisas (lk 151).

## KOKKUVÕTE

- Metalli aktiivsus reageerimisel mitmetallidega on määratud sellega, kui kergesti metalli aatomid loovutavad elektrone.
- Kõige energilisemalt reageerivad mitmetallidega **aktiivsed metallid** (leelis- ja leelismuldmetallid).
- Vähemaktiivsed metallid** on tavatingimustes mitmetallide suhtes küllaltki vastupidavad. Nende metallide pinnale tekib õhus seismisel õhuke oksidikiht, mis enamasti kaitseb metalli edasise korrosiooni eest.
- Metalli ja mitmetalli vaheline reaktsioon on redoksreaktsioon, milles **metall käitub redutseerijana**, mitmetall oksüdeerijana.



1. Kuidas on metalli aktiivsus reageerimisel mittemetallidega seotud metalli asukoha perioodilisustabelis?
2. Tooge näiteid aktiivsetest, vähemaktiivsetest ja väga vähe aktiivsetest metallidest (väärismetallidest). Võrrelge nende aktiivsust reageerimisel mittemetallidega, nt hapnikuga.
3. Selgitage redoksreaktsioonide toimumise põhimõtet metallide ja mittemetallide vaheliste reaktsioonide näitel.
4. Kirjutage (ja tasakaalustage) järgmiste reaktsioonide võrrandid.
 

a) $\text{Na} + \text{S} \rightarrow$	d) $\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ}$
b) $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ}$	e) $\text{Fe} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ}$
c) $\text{Al} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ}$	

### 1.3. METALLIDE PINGERIDA

Metalli aktiivsust **vesilahustes kulgevates reaktsioonides** (s.t metalli tugevust redutseerijana vesilahustes) iseloomustab tema asukoht **metallide pingereas**. Metallid on pingereas reastatud aktiivsuse vähenemise suunas. Esimeseks, kõige aktiivsemaks metalliks selles reas on liitium, pingerea lõpetab kõige vähem aktiivne väärismetall kuld. Metallide pingeritta on võrdluseks paigutatud ka vesinik, mille oksüdeerumisel tekivad samuti katioonid –  $\text{H}^+$ -ioonid. Allpool on toodud metallide pingerida enamtuntud metallide kohta (vt lk 21).

Metalli asukoht pingereas iseloomustab tema aktiivsust vesilahustes kulgevates reaktsioonides – võimet reageerida vee ning hapete ja soolade lahustega.

#### Millest oleneb metalli asukoht pingereas?

Metallide aktiivsus vesilahustes kulgevates reaktsioonides erineb märgatavalt nende aktiivsusest reageerimisel mittemetallidega. Reageerimisel mittemetallidega määrab reaktsiooni aktiivsuse vaid elemendi metallilisus, s.t metalli aatomite võime loovutada elektrone.

Vesilahustes kulgevates reaktsioonides, kus saadusena tekivad **hüdraatunud metallikatioonid**, on aga väga oluline see, kui tugev on katioonide vastastiktoime veega (kui tugevasti katioonid hüdraatuvad). Katioonid hüdraatuvad seda tugevamini, mida väiksemad nad on ja mida suurem on nende laeng (mida suurem on nende laengutihedus). Seepärast ongi liitium pingereas esimesel kohal.  $\text{Li}^+$ -ioonid hüdraatuvad palju tugevamini kui teiste leelismetallide katioonid.

Enamiku metallide iseloomulikuks omaduseks on võime reageerida hapete lahustega.

Metallide reageerimine hapete lahustega on redoksreaktsioon, milles **redutseerijaks on metall** ja **oksüdeerijaks on happe vesinikioonid**. Metalli oksüdeerumisel tekivad metalli katioonid, mis vesilahuses hüdraatuvad. Vesinikioonide redutseerumisel tekiavad vesiniku aatomid, mis liituvad vesiniku molekulideks. Seetõttu eraldub reaktsioonis **gaasiline vesinik**.

**Metallid, reageerides happe lahusega, tõrjuvad lahusest välja vesinikku.**

► **1.9.** Tsingi reageerimine happe lahusega



Metalli reageerimisel happe lahusega on oksüdeerijaks happe vesinikioonid.



Reaktsiooni ioonvõrrandist on näha, et happe anioonid reaktsioonist osa ei võta.



**Hapete lahustest tõrjuvad vesinikku välja metallid, mis asuvad metallide pingereas vesinikust vasakul.** Alltoodud pingereas on metallid, mis reageerivad hapete lahustega, tähistatud **sinise värvusega**. Need metallid on tugevamad redutseerijad kui vesinik (lihtainena). Reaktsioon toimub seda aktiivsemalt, mida eespool on metall pingereas. Eriti tormiliselt kulgeb reaktsioon aktiivsete metallide (leelis- ja leelismuldmetallide) korral.

**NB! Leelis- ja leelismuldmetallide reaktsioonid hapetega on väga ohtlikud, võib toimuda plahvatus.**

1. **Mo**

Metallide  
omadused